



### Bloque IV: Termoquímica

1.- a) Determina la variación de entalpía que se produce durante la combustión del etino,  $C_2H_2(g)$ . Para ello se dispone de las entalpías estándar de formación a  $25^\circ C$ , del  $H_2O(l)$ ,  $CO_2(g)$  y  $C_2H_2(g)$  que son respectivamente:  $-284 \text{ kJ/mol}$ ,  $-393 \text{ kJ/mol}$  y  $-230 \text{ kJ/mol}$ .

b) Calcula el calor desprendido cuando se queman 26 kg de etino.

Sol: a)  $-840 \text{ kJ/mol}$ . B)  $840.000 \text{ kJ}$

2.- a) Calcula la variación de entalpía estándar correspondiente a la disociación del carbonato de calcio en óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gaseoso. ¿Es un proceso exotérmico o endotérmico? Razona la respuesta, b) ¿Qué volumen de  $CO_2$ , en condiciones normales, se produce al descomponerse 750 g de  $CaCO_3$ :

**Datos:**  $\Delta H_f^\circ CO_2 = -393,13 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ CaO = -635,1 \text{ kJ/mol}$ .  $\Delta H_f^\circ CaCO_3 = -1206,9 \text{ kJ/mol}$ .

Escribe todas las reacciones implicadas

3.- a) Definir entalpía de combustión y formular la reacción de combustión del buteno.

b) Calcular el calor de formación del propano a partir de los siguientes datos: Calor de combustión del propano:  $-2.240 \text{ KJ/mol}$ . Calor de formación del dióxido de carbono:  $-396 \text{ kJ/mol}$ . Calor de formación del agua líquida:  $-286 \text{ kJ/mol}$ .

Sol:  **$-92 \text{ kJ/mol}$** .

c) ¿Cuántas calorías se desprenden cuando se queman 440 g de propano?.

Sol:  $5.353,6 \text{ kcal}$

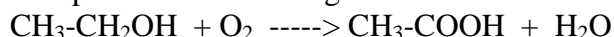
4.- La entalpía de combustión de un compuesto orgánico, de fórmula  $C_6H_{12}O_2$  es  $-2.540 \text{ kJ/mol}$ . Sabiendo que la entalpía estándar de formación del  $CO_2$  es  $-394 \text{ kJ/mol}$  y la del  $H_2O$  es  $-242 \text{ kJ/mol}$ . Calcula la entalpía de formación de dicho compuesto.

Sol:  $-1276 \text{ kJ/mol}$

5.- Calcula el calor desprendido en la formación de 90 g de ácido acético ( $C_2H_4O_2$ ). Entalpías estándar de combustión (expresadas en  $\text{kJ/mol}$ ):  $C(s) = -393,4$ ;  $H_{2(g)} = -241,8$ ;  $C_2H_4O_{2(l)} = -870,3$ .

Sol:  $600,6 \text{ KJ}$

6.- En la combustión en condiciones estándar de 1 g de etanol se desprenden  $29,8 \text{ KJ}$  y en la combustión de 1 g de ácido acético se desprenden  $14,5 \text{ KJ}$ . Con estos datos, calcula la variación de entalpía estándar de la siguiente reacción:



Sol:  $-500,8 \text{ kJ}$

7.- Las entalpías de combustión estándar del eteno, y del etanol valen  $-1411 \text{ kJ/mol}$  y  $-764 \text{ kJ/mol}$ , respectivamente. Calcular:

a) La entalpía en condiciones estándar de la reacción  $C_2H_{4(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow C_2H_5OH_{(l)}$  Sol:  $-647 \text{ kJ/mol}$

b) La cantidad de energía absorbida o cedida al sintetizar 75 g de etanol a partir de eteno y agua.

Sol:  $-1054,8 \text{ kJ}$

8.- Calcula la entalpía estándar de formación del acetileno,  $C_2H_2$ , e interpreta su signo, conocidos los siguientes datos: entalpía estándar de formación del  $H_2O(l)$ ,  $-286 \text{ kJ/mol}$ , entalpía estándar de formación del  $CO_2(g)$ ,  $-393 \text{ kJ/mol}$ , entalpía estándar de combustión del acetileno,  $-1300 \text{ kJ/mol}$ .

Escribe todas las reacciones implicadas.

Sol:  $228 \text{ kJ/mol}$

9.- La reacción de descomposición del clorato potásico para dar cloruro de potasio y oxígeno, tiene una entalpía estándar de  $-22,3 \text{ kJ/mol}$  de clorato potásico. Conociendo también la entalpía de formación del cloruro potásico, que es  $-436 \text{ kJ/mol}$ , calcula la entalpía estándar de formación del clorato potásico. Interpreta el signo de la entalpía calculada..

Escribe todas las reacciones implicadas.

Sol:  $-413,7 \text{ kJ/mol}$



**10.-** El octano  $C_8H_{18}$  es uno de los compuestos de las gasolinas comerciales. Su densidad es 0,70 g/ml. A) Calcula la entalpía de combustión estándar del octano (líquido) ,sabiendo que las entalpías de formación estándar del dióxido de carbono (gas),agua (líquida) y octano(líquido) son respectivamente, -393, -294 y -264 kJ/mol. Escribe las reacciones implicadas. b) Calcula la energía desprendida en la combustión de 10 ml de octano.  
Sol: a)- 5526 kJ/mol, b) 339,3 kJ

**11.-** Calcular la variación de energía interna para la reacción de combustión del benceno( $C_6H_{6(l)}$ ) si el proceso se realiza a presión de 1 atm y 25 °C de temperatura.

Datos:  $\Delta H^0 CO_{2(g)} = -393,13$  kJ/mol,  $\Delta H^0 H_2O_{(l)} = -286$  kJ/mol,  $\Delta H^0 C_6H_{6(l)} = +49$  kJ/mol ,

**R= 8,31 J/mol °K ( ¡¡ojo!! aparece J no kJ)**

Sol: -3262,06 kJ

**12.-**Con los datos de las siguientes reacciones:



Calcula: a) Entalpía de sublimación del yodo; b) Entalpía de disolución del yoduro de hidrógeno.

Sol: a) 6,4 kcal/mol , b) -6,5 kcal/mol

**13.-** a) Definir la entropía y razona cómo cambia ésta en los siguientes procesos: 1) Un sólido se funde. 2) Un líquido se congela. 3) Un líquido hierve. 4) Un vapor se condensa.

b) Las entalpías normales de formación del butano, dióxido de carbono y agua líquida son: -126,1, -393 y -285,9 KJ/mol, respectivamente. Calcular el calor desprendido en la combustión total de 3 Kg de butano.  
Sol: -148.872,4KJ

**14.-** a) Explica lo que significa que un proceso sea espontáneo. ¿Lo es disolver sal de mesa (NaCl) en sopa caliente?. ¿Por qué?

b) Define el concepto de energía libre de Gibbs y escribe su expresión matemática. ¿Para qué se utiliza? ¿Cuáles son sus unidades?

**15.-** Para la reacción de formación del agua se sabe que  $\Delta H^0 = -241,8$  kJ/mol y  $\Delta S^0 = -44,4 \cdot 10^{-3}$  kJ/ mol.

a) ¿Cuál es la energía libre de formación de agua en condiciones estándar (25°C y 1 atm) . b) Razona a qué temperatura será espontánea la formación del agua, y a cuáles no lo será, suponiendo que  $\Delta H$  y  $\Delta S$  no varían con la temperatura.  
Sol: a) -228,57 kJ/mol. b) 5446°K

**16.-a)** Para que una reacción química sea espontánea, ¿es suficiente que sea exotérmica?

b) Enuncia la Ley de Hess y comenta alguna de sus aplicaciones.

**17.-** Sabiendo que las entalpías estándar de combustión del  $C_6H_{14}$  líquido, C sólido e  $H_2$  gas, son de -4192,0, -393,1 y -285,8 kJ.mol<sup>-1</sup>, respectivamente. Calcula:

a) La entalpía de formación del hexano líquido a 25 ° C.

Sol: -167,2 kJ/mol

b) El número de moles de hidrógeno consumidos en la formación del hexano líquido cuando se han liberado 30 kJ.

Sol: 1,26 moles

**18.-** Contesta razonadamente: a) ¿Puede ser espontánea una reacción endotérmica?. En caso afirmativo, ¿En qué condiciones?. B) Ordena según su entropía, de forma razonada 1 g de hielo, 1 g de vapor de agua y 1 g de agua líquida.



**19.-** Determina a qué temperatura es espontánea la reacción:  $\text{N}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{NO}_{(\text{g})}$   $\Delta H^\circ = -180,8 \text{ kJ}$

Datos:  $S^\circ (\text{NO}) = 0,21 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $S^\circ (\text{O}_2) = 0,20 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ,  $S^\circ (\text{N}_2) = 0,19 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Sol:  $T > 6026,7 \text{ }^\circ\text{K}$

**20.-** Dada la reacción:  $2 \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{l})} + 3 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2 \text{CO}_{2(\text{g})}$   $\Delta H^\circ = -1552,8 \text{ kJ}$

Demostrar si el proceso es espontáneo en condiciones estándar (1atm y  $25^\circ\text{C}$ )

Entropías estándar:  $\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{l})} = 126,8 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $\text{O}_{2(\text{g})} = 205,0 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = 70,0 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$\text{CO}_{2(\text{g})} = 213,7 \text{ J mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Sol:  $\Delta G = -1504,8 \text{ kJ}$ , espontánea.

**21.-** La combustión, en condiciones estándar, de 1 gramo de metano, con formación de  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  líquida libera 50 kJ.

a) ¿Cuál es el valor de  $\Delta H^\circ$  para la reacción  $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{CO}_{2(\text{g})}$

b) Determina el valor de  $\Delta H_f^\circ$  del metano si  $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -394$  y  $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) = -242 \text{ kJ/mol}$

**22.-** La gasolina puede considerarse como una mezcla de octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ). Sabiendo las entalpías estándar de formación:

$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) = -242 \text{ kJ/mol}$  y  $\Delta H_f^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}) = -250 \text{ kJ/mol}$

a) Escribe la reacción de combustión y calcula su entalpía.

b) Calcula la entalpía liberada en la combustión de 5 L de gasolina cuya densidad es de  $800 \text{ kg/m}^3$

**23.-** El sulfuro de cinc al tratarlo con oxígeno reacciona según:  $2\text{ZnS}_{(\text{s})} + 3\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{ZnO}_{(\text{s})} + 2\text{SO}_{2(\text{g})}$

Si las entalpías de formación de las diferentes especies (expresadas en kJ/mol) son:  $\text{ZnS} = -184,1$ ;

$\text{SO}_2 = -70,9$ ;  $\text{ZnO} = -394,3$ .

a) ¿Cuál será el calor, a presión constante de una atmósfera, que se desprenderá cuando reaccionen 17 g de sulfuro de cinc con exceso de oxígeno? b) ¿Cuántos litros de  $\text{SO}_2$ , medidos a  $25^\circ\text{C}$  y una atmósfera, se obtendrán?

**24.-** Explica brevemente por qué muchas reacciones endotérmicas transcurren espontáneamente a altas temperaturas.

**25.-** a) Calcula la entalpía de formación del eteno, a partir de los valores de las entalpías de combustión siguientes:

$\Delta H_c^\circ (\text{eteno}) = -1409 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_c^\circ (\text{carbono}) = -349 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_c^\circ (\text{hidrógeno}) = -286 \text{ kJ/mol}$

b) Comenta el significado del signo de la entalpía calculada